“Año de la unidad, la paz y el desarrollo”

**UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS**

 (Universidad del Perú, Decana de América)

**FACULTAD DE INGENIERÍA ELECTRÓNICA Y ELÉCTRICA**Logotipo

Descripción generada automáticamente

**CURSO:**

QUÍMICA

**TEMA:**

Resolución de Ejercicios Cinética Química

**DOCENTES:**

JESUS ANTONIO ALVARADO HUAYHUAZ

**ALUMNO:**

Vera Vidal Victor Antero

 Lima, Perú 2023

**Ejercicio 13.6:** Escribe las expresiones de rapidez para las siguientes reacciones, en función de la desaparición de los reactivos y la aparición de los productos:

a) Reacción: A → B Expresión de rapidez: La rapidez de esta reacción se puede expresar como la tasa de desaparición de A, es decir, -d[A]/dt, que representa la disminución de la concentración de A con el tiempo.

b) Reacción: 2A + B → 3C Expresión de rapidez: En este caso, la rapidez se puede expresar como la tasa de formación de C, es decir, d[C]/dt, que representa el aumento en la concentración de C con el tiempo.

**Ejercicio 13.8:**

H2(g) → N2(g)

Supongamos que, en un momento particular durante la reacción, el hidrógeno molecular reacciona a una rapidez de 0.074 M/s.

a) ¿Cuál es la rapidez de formación del amoniaco (N2)? Respuesta: Dado que la reacción es H2 → N2 y se consumen 2 moles de H2 para formar 1 mol de N2, la rapidez de formación del amoníaco (N2) es (0.074 M/s) / 2 = 0.037 M/s.

b) ¿Cuál es la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular (N2)? Respuesta: La rapidez de formación del amoníaco (N2) es 0.037 M/s, lo que significa que la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular (N2) es la misma, pero con signo negativo, ya que se está consumiendo. Por lo tanto, la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular es -0.037 M/s.

**Ejercicio 13.13:** La ley de rapidez para la reacción

Rapidez = k[NH4^+][NO2^-]

A 25°C, la constante de rapidez es 3.0 x 10^24 /M\*s. Calcula la rapidez de la reacción a esa temperatura si [NH4^+] = 0.26 M y [NO2^-] = 0.080 M.

**Solución:** La expresión de rapidez proporcionada es: Rapidez = k[NH4^+][NO2^-]

Donde:

* k es la constante de rapidez, que es 3.0 x 10^24 /M\*s.
* [NH4^+] es la concentración de NH4^+, que es 0.26 M.
* [NO2^-] es la concentración de NO2^-, que es 0.080 M.

Sustituyendo los valores:

Rapidez = (3.0 x 10^24 /M\*s) \* (0.26 M) \* (0.080 M)

Rapidez = 6.24 x 10^23 M/s

La rapidez de la reacción a 25°C es de 6.24 x 10^23 M/s.

**Ejercicio 13.14**:

La tabla proporciona la concentración inicial de [F2], [ClO2], y la rapidez inicial en tres conjuntos de datos:

1. [F2] = 0.10 M, [ClO2] = 0.010 M, Rapidez inicial = 1.2 x 10^23 M/s.
2. [F2] = 0.10 M, [ClO2] = 0.040 M, Rapidez inicial = 4.8 x 10^23 M/s.
3. [F2] = 0.20 M, [ClO2] = 0.010 M, Rapidez inicial = 2.4 x 10^23 M/s.

(Rapidez inicial 1) / (Rapidez inicial 3) = (1.2 x 10^23 M/s) / (2.4 x 10^23 M/s) = 0.5

[ClO2] = 0.010 M.

(Rapidez inicial 1) = k[F2][ClO2]

Donde [F2] = 0.10 M, [ClO2] = 0.010 M, y Rapidez inicial 1 = 1.2 x 10^23 M/s.

Resolviendo para k:

k = (Rapidez inicial 1) / ([F2][ClO2]) = (1.2 x 10^23 M/s) / ((0.10 M) (0.010 M)) = 1.2 x 10^26 M^(-2)/s

Ahora que tenemos el valor de k, podemos calcular la rapidez de la reacción cuando [F2] = 0.10 M y [ClO2] = 0.020 M.

Rapidez = k[F2] [ClO2] = (1.2 x 10^26 M^(-2)/s) \* (0.10 M) \* (0.020 M) = 2.4 x 10^23 M/s

[F2] = 0.10 M y [ClO2] = 0.020 M es de 2.4 x 10^23 M/s.

**Ejercicio 13.15:**

Para determinar los órdenes de reacción (x e y) y la constante de velocidad (k):

Conjunto de datos 1: [A] = 1.50 M [B] = 1.50 M Rapidez = 3.20 M/s

Conjunto de datos 2: [A] = 1.50 M [B] = 2.50 M Rapidez = 10 M/s

x = 2 y = 2

Conjunto de datos 3: [A] = 3.00 M [B] = 1.50 M Rapidez = 6.40 M/s

Usando la ecuación de la ley de velocidad, calculamos la constante de velocidad (k):

k ≈ 0.2844 M^(-3)·s^(-1)

Entonces, los órdenes de reacción son x = 2, y = 2, y la constante de velocidad es k ≈ 0.2844 M^(-3)·s^(-1) para esta reacción de segundo orden.

**Ejercicio 13.16:**

Rapidez = k[X]

Rapidez = k[X] = 0.053 M/s

k = 0.053 M/s / [X]

k = 0.053 M/s / 0.10 M = 0.53 s⁻¹

la constante de velocidad (k) es 0.53 s⁻¹.

**Ejercicio 13.17:**

**a)** Para la ley de velocidad rápida 5 k[NO2]^2, el orden de la reacción es 2.

**b)** Para la ley de velocidad rápida 5 k, el orden de la reacción es 0, lo que significa que es una reacción de orden cero.

**c)** Para la ley de velocidad rápida 5 k[H2][Br2]^1/2, el orden de la reacción es 1,5 o 3/2.

**d)** Para la ley de velocidad rápida 5 k[NO]^2[O2], el orden de la reacción es 3.

**Ejercicio 13.18:**

**a)**

Rapidez = k[A]

1.6 x 10^22 M/s = k \* 0.35 M

k = (1.6 x 10^22 M/s) / (0.35 M) k ≈ 4.57 x 10^22 M^(-1)s^(-1)

**b)**

Rapidez = k[A]^2

1.6 x 10^22 M/s = k \* (0.35 M)^2

k = (1.6 x 10^22 M/s) / (0.35 M)^2 k ≈ 1.63 x 10^23 M^(-1)s^(-1)

**Ejercicio 13.19:**

Rapidez = k[A]

Rapidez = k[PC4H8]

Tiempo (s) PC4H8 (mmHg) 0 400 2 000 316

Para calcular k, primero necesitamos convertir la presión de ciclobutano de mmHg a atmósferas (1 atm = 760 mmHg):

Para el primer conjunto de datos: PC4H8 (atm) = 400 mmHg / 760 mmHg/atm = 0.5263 atm

Luego, podemos usar la ecuación de la ley de velocidad para calcular k:

k = (1/PC4H8) \* (d[PC4H8]/dt)

k = (1/0.5263 atm) \* ((316 mmHg - 400 mmHg) / 2 s)

k = 1.895 s⁻¹

**Ejercicio 13.20:**

La ecuación de la ley de velocidad para una reacción de primer orden es:

Rapidez = k[A]

Rapidez = k[PNO2]

Tiempo (s) PNO2 (mmHg) 0 15.76 181 18.88 513 22.79 1 164 27.08

PNO2 (atm) = 15.76 mmHg / 760 mmHg/atm = 0.0207 atm

d[PNO2]/dt = (1/0.0207 atm) \* ((18.88 mmHg - 15.76 mmHg) / 181 s)

d[PNO2]/dt ≈ 0.0583 atm/s

Luego, podemos usar la ecuación de la ley de velocidad para calcular k:

k = d[PNO2]/dt

k ≈ 0.0583 atm/s

**Ejercicio 13.27:** La constante de rapidez para la reacción de segundo orden 2NOBr(g) → 2NO(g) + Br2(g) es k = 0.80/M·s a 10°C.

a) Comenzando con una concentración de [NOBr]0 = 0.086 M, calcula la concentración de NOBr después de 22 s. b) Calcula la vida media cuando [NOBr]0 = 0.072 M y cuando [NOBr]0 = 0.054 M.

**Solución 13.27:** a) Utilizaremos la ecuación de la cinética de segundo orden para determinar la concentración de NOBr después de 22 segundos:

Gráfico

Descripción generada automáticamente

Gráfico, Gráfico de cajas y bigotes

Descripción generada automáticamente con confianza media

Gráfico, Gráfico de cajas y bigotes

Descripción generada automáticamente



[NOBr] = 0.086 M / 2 = 0.043 M.

Interfaz de usuario gráfica, Aplicación

Descripción generada automáticamente

**Ejercicio 13.28:**

Gráfico

Descripción generada automáticamente

Imagen que contiene Gráfico

Descripción generada automáticamente

0.62M→0.31M→0.28M

*t*=2⋅*t*1/2​=2⋅30.16s≈60.32s

**Ejercicio 13.37:**

Un reloj en el medio

Descripción generada automáticamente con confianza baja

Donde ln(k) es la pendiente de la gráfica, Ea es la energía de activación, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura absoluta.

En este caso, la reacción con la pendiente más grande en la gráfica ln(k) vs. 1/T tiene una mayor energía de activación, ya que la pendiente está relacionada directamente con -Ea/R. Por lo tanto, en el diagrama a), la reacción representada por la pendiente más pronunciada tiene una mayor energía de activación.

1. En el diagrama b), para una reacción de primer orden a dos temperaturas diferentes, la gráfica que corresponde a una temperatura más alta tendrá una pendiente más pronunciada en la gráfica ln(k) vs. 1/T. Esto se debe a que la constante de rapidez (k) aumenta con la temperatura, como se describe en la ecuación de Arrhenius.

Por lo tanto, la gráfica que tiene una pendiente más pronunciada corresponde a una temperatura más alta.

**Ejercicio 13.39**

Ley de rapidez: rapidez = k[P]^[Q][ClO2]^[R]

Usando los datos del primer conjunto:

(1) 1.2 × 10^-23 = k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.010" \t "_new)^[R]

Usando los datos del segundo conjunto:

(2) 4.8 × 10^-23 = k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.040" \t "_new)^[R]

Usando los datos del tercer conjunto:

(3) 2.4 × 10^-23 = k(0.20)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.010" \t "_new)^[R]

(1) / (2): (1.2 × 10^-23) / (4.8 × 10^-23) = (k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.010" \t "_new)^[R]) / (k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.040)^[R])

1/4 = (0.010)^[R] / (0.040)^[R]

1/4 = (0.010 / 0.040)^[R]

1/4 = (0.25)^[R]

R = -2

(1): 1.2 × 10^-23 = k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.010" \t "_new)^(-2)

1.2 × 10^-23 = k(0.10)^[Q](https://chat.openai.com/c/10000)

1.2 × 10^-23 = 10000k(0.10)^[Q]

k(0.10)^[Q] = (1.2 × 10^-23) / 10000

k(0.10)^[Q] = 1.2 × 10^-27

Ahora, usemos los datos del tercer conjunto para encontrar el valor de Q:

(3) 2.4 × 10^-23 = k(0.20)^[Q](https://chat.openai.com/c/0.010" \t "_new)^(-2)

2.4 × 10^-23 = k(0.20)^[Q](https://chat.openai.com/c/10000)

2.4 × 10^-23 = 10000k(0.20)^[Q]

k(0.20)^[Q] = (2.4 × 10^-23) / 10000

k(0.20)^[Q] = 2.4 × 10^-27

Ahora, comparemos las dos ecuaciones para eliminar k:

k(0.10)^[Q] = 1.2 × 10^-27 k(0.20)^[Q] = 2.4 × 10^-27

Dividamos la segunda ecuación por la primera ecuación:

(2.4 × 10^-27) / (1.2 × 10^-27) = (k(0.20)^[Q]) / (k(0.10)^[Q])

2 = (0.20 / 0.10)^[Q]

2 = 2^[Q]

Q = 1

Entonces, la ley de rapidez es:

rapidez = k[P][ClO2]^(-2)

El orden global de la reacción es 1 - 2 = -1.

**Ejercicio 13.40:**

Para los datos a 298 K: 1.74 × 10^-5 = k(298)^2

Para los datos a 308 K: 6.61 × 10^-5 = k(308)^2

(6.61 × 10^-5) / (1.74 × 10^-5) = (k(308)^2) / (k(298)^2)

3.8 = (308^2) / (298^2)

Ahora, calculamos el valor de k:

k = (3.8) \* (1.74 × 10^-5)

k ≈ 6.61 × 10^-5

Por lo tanto, la constante de rapidez k es aproximadamente 6.61 × 10^-5 s^-1. La ley de rapidez es rapidez = 6.61 × 10^-5[A]^2.

El orden global de la reacción es 2.

**Ejercicio 13.41:**

\*298 K: 1.95 × 10^6 = k(298)(0.10)^2

\*308 K: 4.31 × 10^6 = k(308)(0.10)^2

(4.31 × 10^6) / (1.95 × 10^6) = (k(308)(0.10)^2) / (k(298)(0.10)^2)

2.21 = (308)(0.10)^2 / (298)(0.10)^2

2.21 = (308^2) / (298^2)

Ahora, calculamos el valor de k:

k = (2.21) \* (1.95 × 10^6) / (0.10)^2

k ≈ 4.81 × 10^6 M^-2·s^-1

Por lo tanto, la constante de rapidez k es aproximadamente 4.81 × 10^6 M^-2·s^-1. La ley de rapidez es rapidez = 4.81 × 10^6[A][B]^2.

El orden global de la reacción es 1 + 2 = 3.

**Ejercicio 13.55:**

a) Orden de la reacción: Orden de reacción en NO = 1 Orden de reacción en Cl2 = 1 Orden total de reacción = 1 + 1 = 2 Por lo tanto, la reacción es de segundo orden.

b) Mecanismo de la reacción: Etapa 1: NO(g) + Cl2(g) → NOCl2(g) Etapa 2: NOCl2(g) + NO(g) → 2NOCl(g)

Expresión para Etapa 1: [NOCl2] = k1[NO][Cl2]

Expresión para Etapa 2: rapidez total = k2[NOCl2][NO]

Sustitución de [NOCl2] de Etapa 1 en Etapa 2: rapidez total = k2(k1[NO][Cl2])[NO]